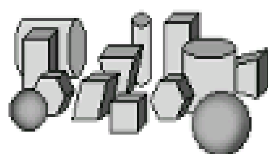
MODELE DE BOHR

POUR L'ATOME D'HYDROGENE

ET LES HYDROGENOIDES

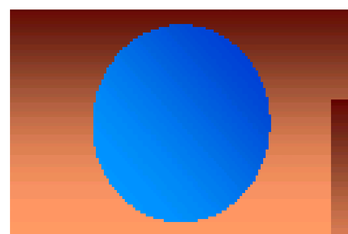


«Atomos»
Ve siècle av. J.-C.

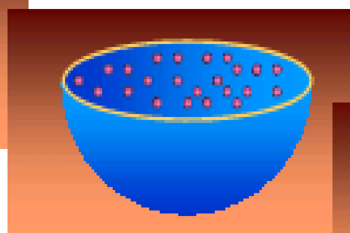
1ᵉ idée grecque

Le modèle évolue avec les avancées expérimentales.

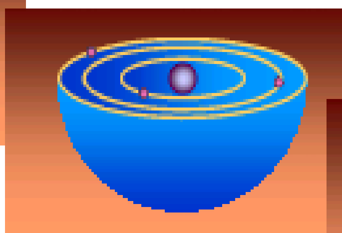
1803 — 1901 — 1911 — 1913 — 1925



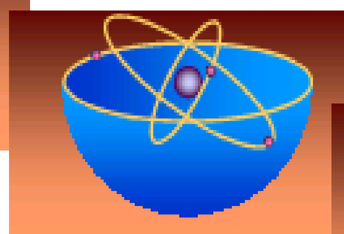
Modèle de Dalton



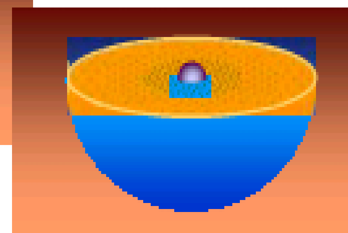
Modèle de Thompson



Modèle de Rutherford



Modèle de Bohr



Modèle de Schrödinger

Découverte de l'électron

Mise en évidence du noyau

Théorie quantique

Hypothèses de Bohr.

L'électron ne peut se situer que sur certaines orbites bien précises ou **permises,** de telle sorte que **son énergie reste constante.**

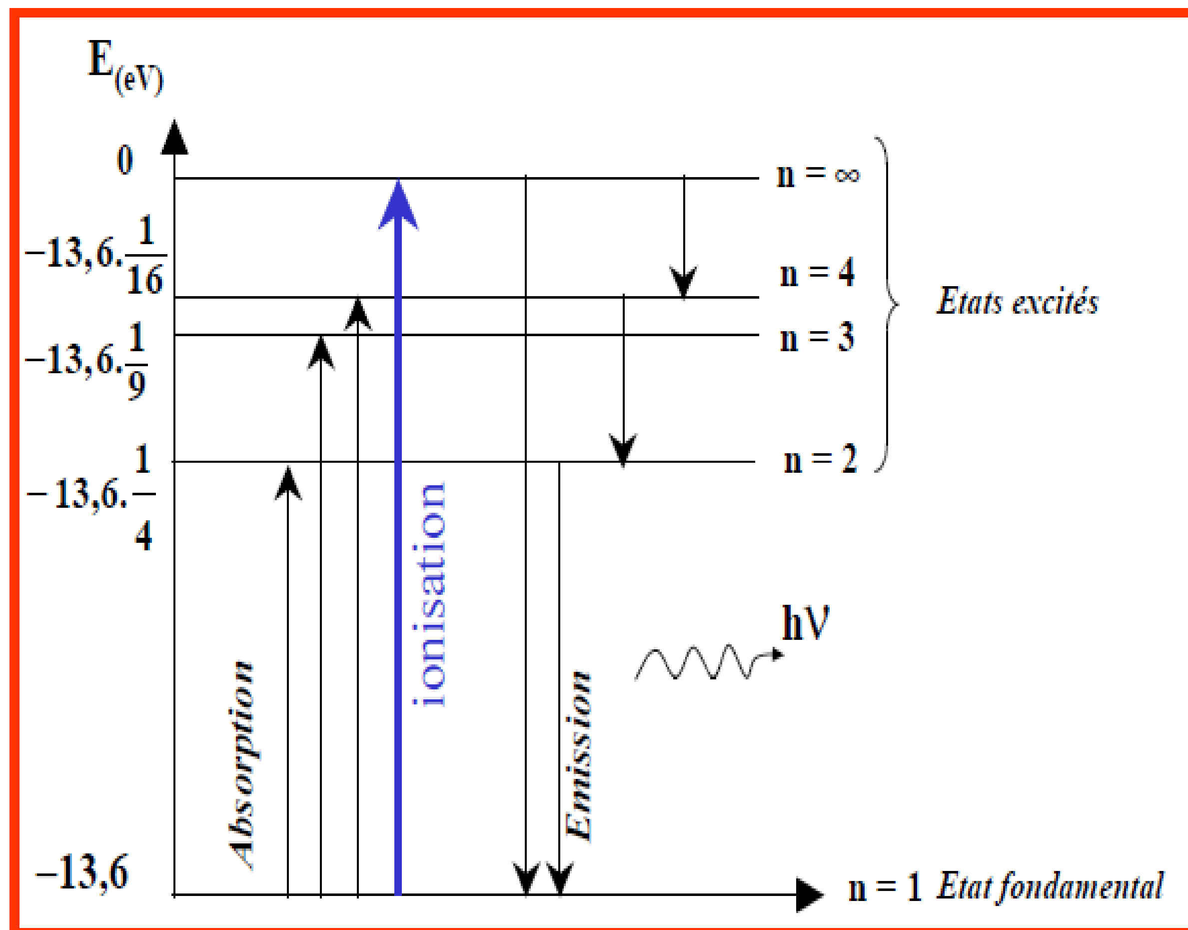
Lorsque l'électron absorbe ou émet de l'énergie, il change d'orbite ou **de niveau d'énergie.**

- Orbites permises <=> **orbites stationnaires** <=> $\boxed{2 \pi r = n \lambda}$ $(n = 1, 2, 3...)$

D'après la seconde hypothèse de Bohr, le passage d'un e⁻ d'une orbite définie par n_i à une orbite définie par n_f , se fait par un échange d'un quantum d'énergie :

$$|\Delta E| = h\nu = h\frac{c}{\lambda}$$

ν : fréquence de la radiation; λ : longueur d'onde; c : vitesse de la lumière : $c = 3.10^8$ m.s^{-1}; h : constante de Planck : $h = 6{,}626.10^{-34}$ J.s



- Bohr considère que l’électron possède un mouvement de rotation circulaire autour du noyau et, pour expliquer la discontinuité du spectre d’émission, il suggère que l’électron ne peut se mouvoir que sur certaines orbites de rayon bien déterminé.
- Autrement dit, il n’y a que certaines valeurs qui sont permises pour le rayon.
- Chaque orbite va avoir alors une énergie bien définie. Elle est quantifiée.
- L’électron ne peut se trouver que sur ces orbites de niveaux d’énergies permises.

1) Donner la définition d'un hydrogénoïde, qu'elles sont parmi les ions suivants ceux qui sont des hydrogénoïdes. $_3Li^{2+}$, $_1H^+$, $^2H^+$, $_5B^{3+}$, $^{10}B^{4+}$, $_2He^+$, $_2He$, $^{11}B^{4+}$.

Un hydrogénoïde ou atome hydrogénoïde est un ion monoatomique qui possède un nombre de protons supérieur à 1 et qui ne renferme qu'un seul électron.

Il a alors une structure semblable à celle de l'atome d'hydrogène, sauf la charge de son noyau Ze où Z est le numéro atomique de l'élément chimique et e la charge élémentaire.

C'est donc un atome auquel on a arraché tous les électrons sauf 1.

La caractéristique essentielle de ces ions est d'avoir un spectre électromagnétique semblable à celui de l'hydrogène et interprétable dans le cadre du modèle de Bohr.

Parmi les ions suivants $_3Li^{2+}$, $_1H^+$, $^2H^+$, $_5B^{3+}$, $^{10}B^{4+}$, $_2He^+$, $_2He$, $^{11}B^{4+}$; seuls $_3Li^{2+}$, $^{10}B^{4+}$, $_2He^+$, $^{11}B^{4+}$; sont des hydrogénoïdes (car Z-q=1 :1 éléctron)

2) **Donner sans démonstration, pour un ion hydrogénoïde (noyau de charge + Ze autour duquel gravite un électron), les formules donnant :**

a- Le rayon de l'orbite de rang n.

b- L'énergie du système noyau-électron correspondant à cette orbite.

c- Le rayon et l'énergie totale de rang n pour l'ion hydrogénoïde en fonction des mêmes grandeurs relatives à l'atome d'hydrogène.

Pour un hydrogénoïde de noyau de charge + Ze autour duquel gravite un électron,

a- Rayon de l'orbite de rang n est

$$r = \frac{n^2}{Z}\left(\frac{\varepsilon_0 h^2}{me^2\pi}\right)$$

b- Energie du système noyau-électron correspondant à l'orbite de rang n est

$$E_T = -\frac{Z^2}{n^2}\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2}$$

c- Rayon et énergie totale de rang n pour l'ion hydrogénoïde en fonction des mêmes grandeurs relatives à l'atome d'hydrogène sont :

$$r_{hydrogénoïde} = \frac{n^2}{Z} r_{1H}$$

avec r_{1H} , rayon de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

$$E_{Thydrogénoïde} = -\frac{Z^2}{n^2} E_{1H}$$

avec E_{1H} , énergie de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

3) Calculer en eV et en Joule, l'énergie des quatre premiers niveaux de l'ion hydrogénoïde He^+, sachant qu'à l'état fondamental, l'énergie du système noyau-électron dans le cas de l'hydrogène est égale à – 13,6 eV.

L'énergie des quatre premiers niveaux de l'ion hydrogénoïde He^+ sont :

n = 1 ⇒ $E_1 = \frac{2^2}{1^2}(-13,6)$ = - 54,4 eV = - 87,04 . 10^{-19} Joul

n = 2 ⇒ $E_2 = \frac{2^2}{2^2}(-13,6)$ = - 13,6 eV = - 21,76 . 10^{-19} Joul

n = 3 ⇒ $E_3 = \frac{2^2}{3^2}(-13,6)$ = - 6,044 eV = - 9,67 . 10^{-19} Joul

n = 4 ⇒ $E_4 = \frac{2^2}{4^2}(-13,6)$ = - 3,4 eV = - 5,44 . 10^{-19} Joul

1 eV= 1,6 . 10^{-19} Joul

4) Quelle énergie doit absorber un ion He^+ pour que l'électron passe du niveau fondamental au premier niveau excité.

L'énergie que doit absorber un ion **He**$^+$ pour que l'électron passe du niveau fondamental au premier niveau excité est donnée par la relation suivante :

$$\Delta E = E_2 - E_1 = -13,6 - (-54,4) = 40,8 \text{ eV} = 40,8 \times 1,6 \,.\, 10^{-19} = 65,28 \,.\, 10^{-19} \text{ Joul}$$

5) Si cette énergie est fournie sous forme lumineuse, quelle est la longueur d'onde λ_{1-2} du rayonnement capable de provoquer cette transition ?

La longueur d'onde λ_{1-2} correspondant à cette même transition s'obtient à partir de la relation :

$$\Delta E = h\nu = h\frac{c}{\lambda} \Rightarrow \lambda = \frac{hc}{\Delta E}$$

$$\lambda_{1\to 2} = \frac{6{,}626.10^{-34} \times 3.10^{8}}{65{,}28.10^{-19}} = 0{,}30450367647.10^{-7} m = 0{,}30450367647.10^{-7}.10^{10} A^{0}$$

$$= 0{,}30450367647.10^{3} A^{0} = 305 A^{0}$$